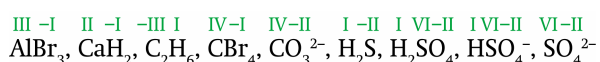


A 3

Die Ausgangsstoffe sind Elemente (H_2, N_2); daher sind die Oxidationszahlen der Atome (H, N) Null. Das Reaktionsprodukt ist eine Verbindung; daher sind die Oxidationszahlen von Null verschieden. Da sich bei der Reaktion Oxidationszahlen ändern, handelt sich um eine Redoxreaktion:

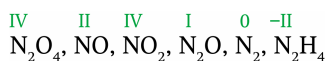
- Die Oxidationszahl von H nimmt von 0 auf I zu; H wird oxidiert.
- Die Oxidationszahl von N nimmt von 0 auf -III ab; N wird reduziert.

A 4



A 5

Aufgrund der Standard-Oxidationszahlen für O (-II) und H (I) ergeben sich für das Stickstoff-Atom jeweils die folgenden Oxidationszahlen:



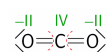
A 6

a) Das C-Atom besitzt vier Valenzelektronen und kann daher vier Elektronenpaarbindungen eingehen:

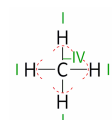


Je nach Elektronegativität der Bindungspartner kann die Oxidationszahl des C-Atoms Werte im Intervall von -IV bis IV einnehmen.

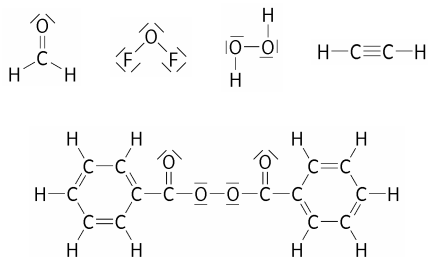
b) Die höchstmögliche Oxidationszahl (IV) ergibt sich, wenn die vier Valenzelektronen des C-Atoms formal auf einen Bindungspartner mit einer grösseren Elektronegativität übertragen werden, zum Beispiel auf ein O-Atom:



c) Die kleinstmögliche Oxidationszahl (-IV) ergibt sich, wenn das C-Atom durch Bindung an weniger elektronegative Atome – zum Beispiel H-Atome – formal vier zusätzliche Elektronen erhält:



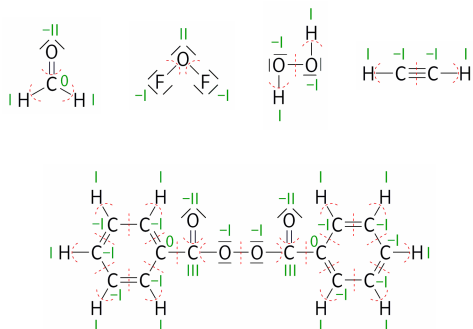
A 7



Wichtiger Hinweis: In der 1. Auflage des Buchs (2007) war die zweite Formel in der ersten Zeile der Aufgabenstellung leider falsch: Die O- und F-Atome waren irrtümlich vertauscht. Die Formel wurde deshalb im korrigierten Nachdruck (1. Auflage 2008²) ersetzt.

Hinweis: Die Zuweisung der Elektronenpaare wird in den nachfolgenden Formeln durch eine rot gestrichelte Linie dargestellt. Auf dieses Hilfsmittel kann beim Bestimmen der Oxidationszahlen aber auch verzichtet werden.

Zur Kontrolle kann jeweils die Summe der Oxidationszahlen ermittelt werden: Bei Molekülen muss sie Null ergeben, bei Molekül-Ionen entspricht sie der Ionenladung.



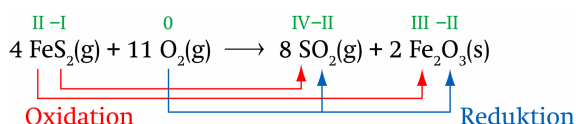
A 8

Der Kohlenstoff hat bei der Eisengewinnung im Hochofen drei Funktionen:

1. Durch die Verbrennung von Koks wird die zur Reduktion des Eisens nötige hohe Temperatur erreicht.
2. Kohlenstoff und das aus ihm gebildete Kohlenstoffmonoxid reagieren mit den Eisenoxiden zu elementarem Eisen.
3. Durch die Aufnahme von Kohlenstoff sinkt die Schmelztemperatur des Eisens.

A 9

Da das Disulfid-Ion die Ladung 2- aufweist, ist die Oxidationszahl eines einzelnen Schwefel-Atoms in diesem Ion -I; das Eisen hat damit im Pyrit die Oxidationszahl II. Die Reaktionsgleichung für das «Rösten» lautet mit Oxidationszahlen:



In diesem Fall werden also sowohl Eisen wie auch Schwefel oxidiert.

A 10

Da die Hinreaktion endotherm ist, wird sie durch Temperaturerhöhung bzw. Wärmezufuhr begünstigt: Das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts. Dabei stellt sich ein neues Gleichgewicht mit einer grösseren Gleichgewichtskonstante K ein (K ist temperaturabhängig).

Bei Druckverringerung (durch Volumenvergrößerung) verschiebt sich das Gleichgewicht gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER auf die Seite der Stoffe mit dem grösseren Raumbedarf, in diesem Fall also nach rechts, da die Molzahl gasförmiger Stoffe auf der linken Seite nur 1 ist, auf der rechten Seite dagegen 2.

A 11

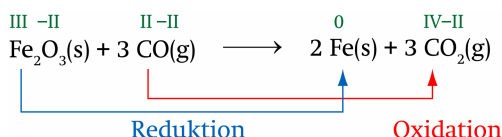
Um den Massenanteil des Eisens (bzw. der Eisen-Atome) zu berechnen, ermitteln wir zunächst die Masse einer Formeleinheit von Fe_3O_4 bzw. FeS_2 und berechnen dann über einen «Dreisatz» den prozentualen Anteil des Eisens.

$$\begin{array}{lcl}
 m(1 \text{ Formeleinheit } \text{Fe}_3\text{O}_4) & = & 231,55 \text{ u} \cong 100 \% \\
 m(3 \text{ Fe-Atome}) & = & 167,55 \text{ u} \cong 72,36 \%
 \end{array}$$

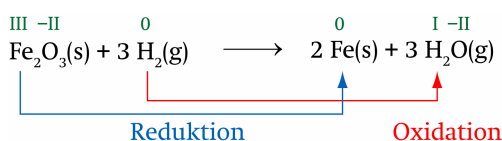
$$\begin{array}{lcl}
 m(1 \text{ Formeleinheit } \text{FeS}_2) & = & 119,99 \text{ u} \cong 100 \% \\
 m(1 \text{ Fe-Atom}) & = & 55,85 \text{ u} \cong 46,55 \%
 \end{array}$$

A 12

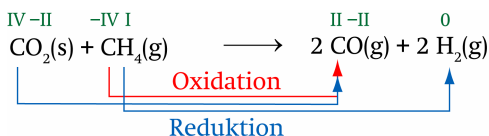
Reduktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenstoffmonooxid:



Reduktion von Eisen(III)-oxid mit Wasserstoff:



Erzeugung des Kohlenstoffmonooxid-Wasserstoff-Gemischs aus Erdgas:



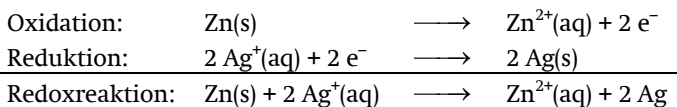
A 13

Wichtiger Hinweis: In der 1. Auflage des Buchs (2007) war die Aufgabenstellung leider falsch. Sie wurde deshalb im korrigierten Nachdruck (1. Auflage 2008²) ersetzt.

a) Brom (Br₂) steht in der Redoxreihe (↗ Kap. 20.7) auf der rechten Seite; es ist also ein Oxidationsmittel. In der Natriumchlorid-Lösung hat es Na⁺(aq)- und Cl⁻(aq)-Ionen. Von diesen kommt nur das Cl⁻(aq)-Ion als Reduktionsmittel in Frage. Da sich bei der Elektronenübertragung von Cl⁻-Ionen auf (durch Spaltung von Br₂-Molekülen entstandene) Br-Atome ein stärkeres Oxidationsmittel (Cl₂) und ein stärkeres Reduktionsmittel (Br⁻) bilden würden, findet keine Reaktion statt.

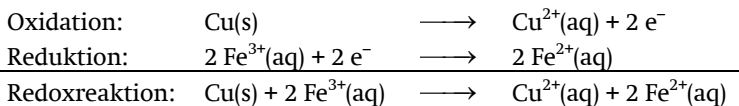
Brom ist das schwächere Oxidationsmittel als Chlor; daher können Brom-Atome von Chlorid-Ionen keine Elektronen aufnehmen. Es findet also keine Reaktion statt.

b) Zink ist unedler als Silber, daher geben Zink-Atome Elektronen an Silber-Ionen ab:



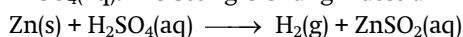
c) Zinn (Sn; nicht verwechseln mit Zink, Zn) ist edler als Eisen; daher können Zinn-Atome keine Elektronen an Fe²⁺-Ionen abgeben. Es findet keine Reaktion statt.

d) Das Fe³⁺-Ion in der Eisen(III)-chlorid-Lösung ist ein relativ starkes Oxidationsmittel. Bei der Reduktion der Fe³⁺-Ionen bilden sich Fe²⁺-Ionen. Aufgrund der Stellung der fraglichen Teilchen in der Redoxreihe lässt sich schliessen, dass eine Reaktion abläuft: Kupfer-Atome übertragen Elektronen auf Eisen(III)-Ionen; dabei bilden sich das schwächere Reduktionsmittel (Fe²⁺ < Cu) und das schwächere Oxidationsmittel (Cu²⁺ < Fe³⁺). Die Reaktionsgleichungen lauten:



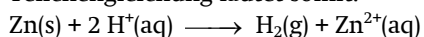
A 14

Bei der Reaktion des unedlen Metalls Zink mit sauren Lösungen bilden sich Wasserstoff sowie das betreffende Zinksalz der Säure – im Fall von Schwefelsäure ist dies Zinksulfat, $\text{ZnSO}_4(\text{aq})$. Die Stoffgleichung lautet damit:

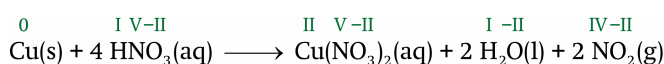


In der Stoffgleichung schreiben wir für die verdünnte Schwefelsäure die Formel $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, da es sich um eine wässrige Lösung handelt.

Verdünnte Schwefelsäure enthält nur eine verschwindend kleine Menge von H_2SO_4 -Molekülen; praktisch alle H_2SO_4 -Moleküle haben sich mit Wasser-Molekülen zu $\text{H}^+(\text{aq})$ -Ionen und SO_4^{2-} -Ionen (Sulfat-Ionen) umgesetzt. Das eigentliche Oxidationsmittel ist $\text{H}^+(\text{aq})$. Die Sulfat-Ionen sind an der Reaktion nicht beteiligt («Zuschauer-Ionen»). Die Teilchengleichung lautet somit:

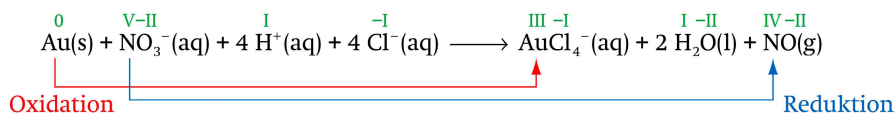


A 15



Oxidiert wird Cu (von 0 auf II), reduziert wird N (von V auf IV).

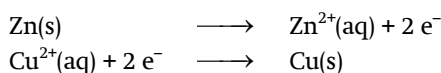
A 16



A 17

a) Die Masse der Zink-Elektrode wird kleiner, diejenige der Kupfer-Elektrode grösser. Dabei entspricht die Massenabnahme der Zink-Elektrode ziemlich genau der Massenzunahme der Kupfer-Elektrode.

Begründung: Beim Betrieb einer Zink/Kupfer-Zelle «löst» sich die Zink-Elektrode langsam auf, und auf der Kupfer-Elektrode scheidet sich Kupfer ab. Die dabei ablaufenden Reaktionen lauten:



Die molaren Massen von Zink und Kupfer sind ungefähr gleich gross:

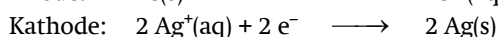
$M(\text{Zn}) = 65,39 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$. Daher entspricht die Massenabnahme der Zink-Elektrode ziemlich genau der Massenzunahme der Kupfer-Elektrode.

b) Silber ist edler als Kupfer, es steht in der Redoxreihe weiter unten. Dementsprechend haben Silber-Ionen ein grösseres Bestreben Elektronen aufzunehmen als Kupfer-Ionen; anders formuliert: $\text{Ag}^+(\text{aq})$ ist das bessere Oxidationsmittel als $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. Der Unterschied der Elektronendrucke – die *Potenzialdifferenz* bzw. *Spannung* – wird daher grösser, wenn man anstelle einer Kupfer-Halbzelle eine Silber-Halbzelle verwendet.

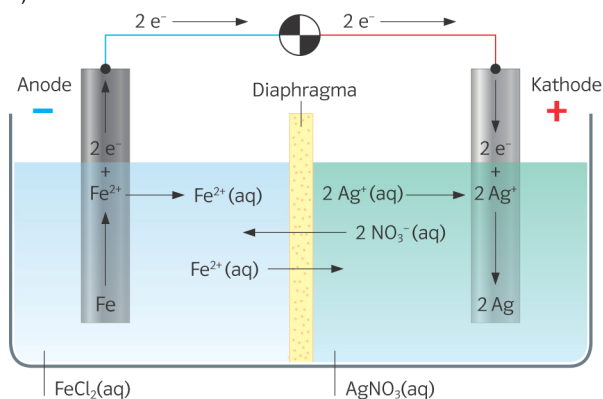
A 18

a) Oxidiert wird elementares Eisen, reduziert werden hydratisierte Ag^+ -Ionen.

b) Die Reaktionsgleichungen für die beiden Halbzellenreaktionen lauten:

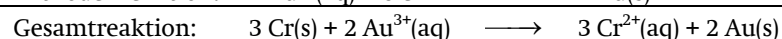
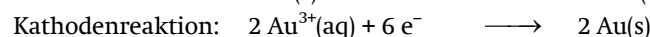
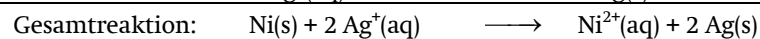
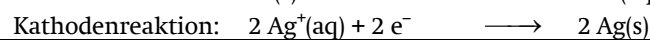


c)



d) Das Zelldiagramm lautet: $\text{Fe}(\text{s}) \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag}(\text{s})$

A 19

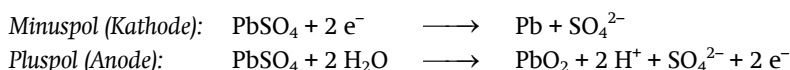


A 20

Als Anodenmaterial wird in Lithiumbatterien elementares Lithium verwendet. Lithium ist ein Alkalimetall, das mit Wasser spontan unter Bildung von Wasserstoff und Lithiumhydroxid reagiert (↗ Kap. 6.1). Der Elektrolyt darf daher kein Wasser enthalten.

A 21

a) Beim Laden laufen die Entladereaktionen in umgekehrter Richtung ab. Bei den in ↗ Kap.14.7 (S. 266) dargestellten Reaktionen sind daher Edukte und Produkte zu vertauschen. Die Gleichungen für die beim Laden an den beiden Elektroden ablaufenden Reaktionen lauten somit:



Beachten Sie, dass am Minuspol beim *Laden* eine *Reduktion* stattfindet, beim *Entladen* dagegen eine *Oxidation*. Beim Laden entspricht die Vorrichtung einer Elektrolysezelle, der Minuspol ist die Kathode. Beim Entladen handelt es sich dagegen um eine galvanische Zelle, der Minuspol ist die Anode. Analoge Betrachtungen gelten für den Pluspol. (Zur Bezeichnung der Elektroden: ▷Abb. 64.)

b) Das Reduktionsmittel ist Blei (Pb; Zunahme der Oxidationszahl von 0 auf II), das Oxidationsmittel ist PbO₂ (Abnahme der Oxidationszahl des Pb von IV auf II).

Hinweis: Beim PbO₂ ist der eigentliche Elektronenakzeptor Pb(IV), das zu Pb(II) reduziert wird. Auf der Teilchenebene sind somit Pb-Atome in der Oxidationsstufe IV als Oxidationsmittel zu bezeichnen. Die Begriffe «Oxidationsmittel» und «Reduktionsmittel» werden jedoch nicht nur für Teilchen, sondern auch für Stoffe verwendet. In diesem Fall kann PbO₂ als Oxidationsmittel bezeichnet werden, da dieser Stoff Atome enthält, deren Oxidationszahl bei der Reaktion abnimmt.

A 22

Beim Entladen eines Bleiakkus wird Schwefelsäure (H₂SO₄) verbraucht. Je nach Ladezustand des Bleiakkus hat die Akkumulatorensäure einen H₂SO₄-Anteil von 20 bis 32 Massenprozent. Die Dichte der Akkumulatorensäure nimmt mit dem H₂SO₄-Anteil zu. Über eine Dichtemessung können daher der Schwefelsäureanteil der Akkumulatorensäure und damit auch der Ladezustand des Akkus bestimmt werden.

A 23

Lithium ist ein extrem unedles Metall. Es steht in der Redoxreihe (↗ Kap. 20.7) zuoberst in der Spalte der Reduktionsmittel, zeigt also von allen Metallen die grösste Tendenz, Elektronen unter Bildung von hydratisierten Ionen abzugeben. Der Elektronendruck (↗ Kap. 14.6) ist demnach beim Minuspol einer galvanischen Zelle am grössten, wenn Lithium als Anodenmaterial verwendet wird.

A 24

Gegeben: $M(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g/mol}$, $F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$, $z = 1$, $t = 15 \text{ min} = 900 \text{ s}$,
 $I = 0,30 \text{ A}$

Gesucht: $m(\text{Ag})$

Lösung:

Aus $n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$ und $n = \frac{m}{M}$ folgt:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} = \frac{0,30 \text{ A} \cdot 900 \text{ s} \cdot 107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$m = 0,30 \text{ g}$$

A 25

Gegeben: $m(\text{Silber}) = 1,118 \text{ mg}$, $M(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g/mol}$, $F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$, $z = 1$,
 $t = 1 \text{ s}$

Gesucht: I

Lösung:

Aus $n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$ und $n = \frac{m}{M}$ folgt:

$$I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t} = \frac{1,118 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 1 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}{107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ s}}$$

$$I = 1 \text{ A}$$

A 26

Gegeben: $m(\text{Kupfer}) = 1 \text{ g}$, $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$, $F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$, $z = 2$, $I = 0,1 \text{ A}$

Gesucht: t

Lösung:

Aus $n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$ und $n = \frac{m}{M}$ folgt:

$$t = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot I} = \frac{1 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ A}}$$

$$t = 30\,365 \text{ s} : 3600 \approx 8,43 \text{ h}$$

A 27

a) Die Abscheidung von 1 mol Silber erfordert eine doppelt so grosse Ladung wie die Abscheidung von 1 mol Kupfer, da Silber-Ionen einfach geladen sind (Ag^+), Kupfer(II)-Ionen aber eine doppelte Ladung aufweisen (Cu^{2+}). Das Verhältnis der abgeschiedenen Stoffmengen $n(\text{Ag})$ und $n(\text{Cu})$ ist damit nach dem 2. Faradayschen Gesetz:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{z_2}{z_1} = \frac{n(\text{Ag})}{n(\text{Cu})} = \frac{2}{1}$$

Die Stoffmenge des abgeschiedenen Kupfers ist somit:

$$n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Ag})$$

Mit der Beziehung $n = m/M$ bzw. $m = n \cdot M$ ergibt sich für die Masse des Kupfers:

$$m(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Ag}) \cdot M(\text{Cu})}{2 \cdot M(\text{Ag})} = \frac{1,00 \text{ g} \cdot 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,29 \text{ g}$$

A 28

Kupfer(II)-Ionen werden am Zink zu Kupfer-Atomen reduziert. Es entstehen Zink-Kupfer-Lokalelemente, sodass die Wasserstoffentwicklung beschleunigt wird.

A 29

Da Cobalt edler ist als Eisen, bietet es keinen aktiven Korrosionsschutz; bei einer Beschädigung des Cobaltüberzugs fördert es sogar die Korrosion des Eisens durch die Bildung von Eisen-Cobalt-Lokalelementen.

A 30

Bei direktem Kontakt zwischen Kupfer und Stahl (Eisen) würde sich in Anwesenheit eines Elektrolyten (z. B. Regenwasser) ein Eisen-Kupfer-Lokalelement bilden; dadurch würde das Eisen sehr schnell korrodieren. Um dies zu vermeiden, müssen die Rohre über ein elektrisch isolierendes Bauteil miteinander verbunden werden.

A 31

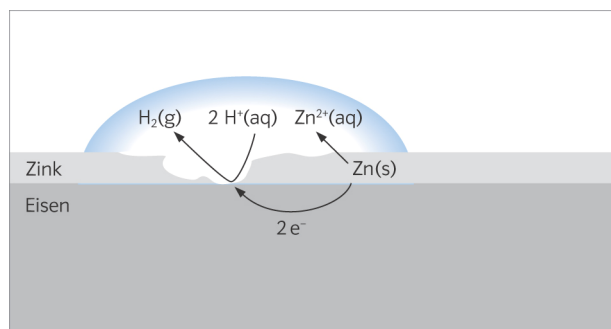
Als Opferanoden zum Korrosionsschutz von Eisen eignen sich nur Metalle, die unedler sind als Eisen. Von den vier Metallen kommen damit nur Zink und Magnesium in Frage.

A 32

Eisen rostet nur in Anwesenheit von Wasser und Luft bzw. Sauerstoff. Da die Löslichkeit von Gasen mit zunehmender Temperatur sinkt, enthält das heisse Wasser in Zentralheizungsrohren praktisch keinen Sauerstoff; daher kann das Eisen auch nicht rosten.

A 33

Wenn der Zinküberzug Lücken aufweist, bildet sich in Anwesenheit eines Elektrolyten ein Zink-Eisen-Lokalelement. Das Zink wird anstelle des Eisens oxidiert («Opferanode»), die freigewordenen Elektronen wandern zur Oberfläche des Eisens, wo sie Teilchen aus dem Elektrolyten – z. B. $\text{H}^+(\text{aq})$ -Ionen – reduzieren:



A 34

Gegeben: $I = 300\,000\text{ A}$ (davon 95 %), $M(\text{Al}) = 26,98\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $F = 96\,485\text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 $z = 3$, $t = 1\text{ d}$

Gesucht: $m(\text{Aluminium})$

Lösung:

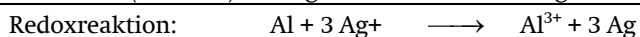
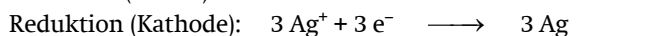
Aus $n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$ und $n = \frac{m}{M}$ folgt:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} = \frac{300\,000\text{ A} \cdot 0,95 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60\text{ s} \cdot 26,98\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{3 \cdot 96\,485\text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$m = 2,3 \cdot 10^6\text{ g} = 2,3\text{ t}$$

A 35

Mit Aluminium entsteht eine kurzgeschlossene galvanische Zelle, die Kochsalzlösung dient als Elektrolyt. Das Aluminium wird oxidiert, während Silber durch Reduktion entsteht:

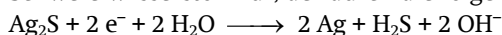


In einer Sekundärreaktion reagieren die Aluminium-Ionen mit Hydroxid-Ionen:



Der Vorteil dieser Reinigungsmethode von Gegenständen aus Silber ist, dass kein Silber von der Oberfläche abgetragen wird.

Hinweis: Beim Reinigen von Silber nach dieser Methode tritt ein deutlicher Geruch von Schwefelwasserstoff auf, der durch die folgende Reaktion gebildet wird:



A 36

Für die Schmelzflusselektrolyse werden grosse Mengen an elektrischem Strom benötigt. Diese lassen sich auf wirtschaftliche Weise nur mittels Generatoren erzeugen (Umwandlung von mechanischer in elektrische Energie). Das Wasser des Rheinfalls lieferte die zum Betrieb der Generatoren benötigte Energie.

A 37

Aluminium überzieht sich an der Luft sehr schnell mit einer zähen, zusammenhängenden Oxidschicht, die das darunter liegende Metall vor weiterer Korrosion schützt. Das Korrosionsprodukt des Eisens – der Rost – ist dagegen porös und haftet nicht auf dem Eisen. Da der Rost laufend abbröckelt und so das darunter liegende Eisen dem Sauerstoff und der Luftfeuchtigkeit ausgesetzt wird, können Werkstücke aus Eisen vollständig durchrosten.

Überprüfung und Vertiefung

Ü 1

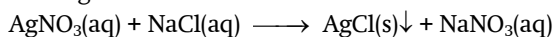
- a) Gesamtreaktion: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$
 b) Elektronenabgabe (Oxidation): $2 \text{Mg} \longrightarrow 2 \text{Mg}^{2+} + 4 \text{e}^-$
 Elektronenaufnahme (Reduktion): $2 \text{O}_2 + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{O}^{2-}$

Ü 2

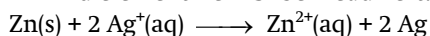
Eine Calciumchlorid-Lösung enthält $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ - und $\text{Cl}^-(\text{aq})$ -Ionen. Das Kupfer ist ein potenzielles Reduktionsmittel. Damit Kupfer-Atome Elektronen abgeben können, muss ein genügend starkes Oxidationsmittel zugegen sein, das diese Elektronen aufnimmt. Als Oxidationsmittel kommen nur die $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen in Frage. Wie sich aus der Stellung der Teilchen in der Redoxreihe schliessen lässt, kann eine Elektronenübertragung von Cu-Atomen auf Ca^{2+} -Ionen jedoch nicht stattfinden, da sich dadurch Teilchen bilden würden, die eine grössere Tendenz zur Elektronenabgabe bzw. -aufnahme aufweisen.

Ü 3

Beim Zusammengeben von Silbernitrat-Lösung und Natriumchlorid-Lösung findet eine Fällungsreaktion statt:



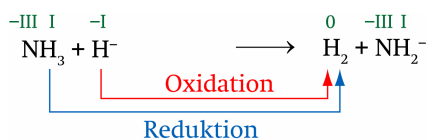
Stellt man ein Zinkblech in die Silbernitrat-Lösung, werden $\text{Ag}^+(\text{aq})$ -Ionen vom unedlen Zink zu elementarem Silber reduziert:



Nach einiger Zeit sind daher keine Silber-Ionen in der Lösung mehr vorhanden; sie wurden durch Zink-Ionen ersetzt. Im Gegensatz zu Silber-Ionen ergeben Zink-Ionen mit Chlorid-Ionen kein schwer lösliches Produkt; daher findet bei der Zugabe einer Natriumchlorid-Lösung keine Fällungsreaktion statt.

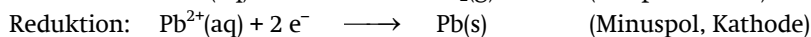
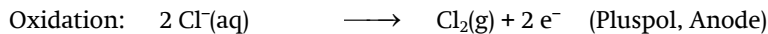
Ü 4

Um zu zeigen, dass die Reaktion auch eine Redoxreaktion ist, verwenden wir Oxidationszahlen. Die Reaktionsgleichung lautet mit Oxidationszahlen:



Eine solche Reaktion, bei der durch gleichzeitige Reduktion und Oxidation aus einer höheren und einer niedrigeren Oxidationsstufe zweier Atome des gleichen Elements (hier H) eine mittlere Oxidationsstufe gebildet wird, nennt man *Komproportionierung*.

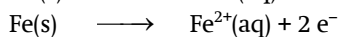
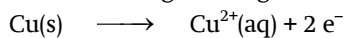
Ü 5



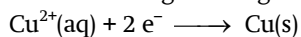
Ü 6

Wichtiger Hinweis: Die Teilaufgabe a) («Beschreiben Sie die Vorgänge an der Anode und an der Kathode») aus der 1. Auflage des Buchs (2007) wurde im korrigierten Nachdruck (1. Auflage 2008²) entfernt.

Die Reaktionsgleichungen für die an der Anode ablaufenden Prozess lauten:



Die Reaktionsgleichung für den an der Kathode ablaufenden Prozess lautet:



Ü 7

Gegeben: $\rho(\text{Cu}) = 8,92 \text{ g/cm}^3$, $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$, $z = 2$,
 $J = 0,1 \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2}$, $d = 0,1 \text{ cm}$ (Dicke der Kupferschicht)

Gesucht: t

Lösung:

$$\text{Aus } n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} \text{ und } n = \frac{m}{M} \text{ folgt:}$$

$$t = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot I}$$

Bei einer Plattenfläche A muss Kupfer mit dem Volumen $V = A \cdot d$ abgeschieden werden.

Mit $\rho = \frac{m}{V}$ bzw. $m = \rho \cdot V$ und $J = \frac{I}{A}$ bzw. $I = J \cdot A$ und $V = A \cdot d$ ergibt sich:

$$t = \frac{\rho \cdot A \cdot d \cdot z \cdot F}{M \cdot J \cdot A} = \frac{\rho \cdot d \cdot z \cdot F}{M \cdot J}$$

Da die Plattenfläche A sich herauskürzt, spielt ihre Grösse keine Rolle.

$$t = \frac{8,92 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 0,1 \text{ cm} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2}}$$

$$t = 27\,086 \text{ s} = 7,52 \text{ h}$$